

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія природничих дисциплін

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

**з навчальної дисципліни «Фізика»
обов'язкових компонент
освітньо-професійної програми першого (бакалаврського)
рівня вищої освіти
Аеронавігація**

за темою - Електричний струм в електролітах

Харків 2022

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від _____ № _____

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
ХНУВС
Протокол від _____ № _____

ПОГОДЖЕНО

Секцією Науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від _____ № _____

Розглянуто на засіданні циклової комісії природничих дисциплін, протокол
від 10.08.2022 № 1

Розробник: викладач циклової комісії природничих дисциплін, спеціаліст
першої категорії, Москалик В.М.

Рецензенти:

1. Завідувач відділення фахової підготовки навчального відділу КЛК ХНУВС,
к.т.н., спеціаліст вищої категорії, викладач-методист Владов С.І.
2. Доцент кафедри автомобілів і тракторів Кременчуцького національного
університету імені Михайла Остроградського, к.т.н., доцент Черниш А.А.

План лекції

1. Електролітична дисоціація. Електроліз.
2. Застосування електролізу в техніці.
3. Перший закон Фарадея.
4. Другий закон Фарадея.
5. Заряд одновалентного іона.
6. Перетворення хімічної енергії в електричну.

Рекомендована література:

Основна

1. Дмитрієва В. Ф. Фізика : навчальний посібник / В. Ф. Дмитрієва. – К.: Техніка, 2008. – 608 с.

Додаткова

1. Курс фізики : навчальний посібник / [Зачек І. Р., Кравчук І. М., Романишин Б. М., Габа В. М., Гончар Ф. М.]. – Львів : Видавництво «Бескид Біт», 2002. – 376 с.
2. Волков О. Ф. Курс фізики ; у 2-х т. – Т.1: Фізичні основи механіки. Молекулярна фізика і термодинаміка. Електростатика. Постійний струм. Електромагнетизм : навчальний посібник для студентів інженерно-технічних спеціальностей вищих навчальних закладів / О. Ф. Волков, Т. П. Лумпієва. – Донецьк : ДонНТУ, 2009. – 224 с.
3. Волков О. Ф. Курс фізики ; у 2-х т. – Т.2: Коливання і хвилі. Хвильова і квантова оптика. Елементи квантової механіки. Основи фізики твердого тіла. Елементи фізики атомного ядра : навчальний посібник для студентів інженерно-технічних спеціальностей вищих навчальних закладів / О. Ф. Волков, Т. П. Лумпієва. – Донецьк: ДонНТУ, 2009. – 208 с.
4. Збірник задач з фізики : навчальний посібник / [Лопатинський І. Є., Зачек І. Р., Серeda В. М., Крушельницька Т. Д., Українець Н. А.]. – Львів : Видавництво Національного університету «Львівська політехніка», 2003. – 124с.

Текст лекції

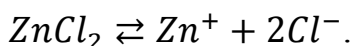
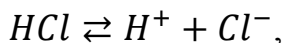
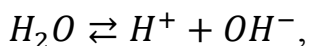
1. Електролітична дисоціація. Електроліз

Електролітична дисоціація

Хорошими провідниками електричного струму є розплавлені метали і солі, а також розчини кислот, солей і лугів, які називають електролітами. Заряд в електролітах переносять іони. Таку провідність називають іонною. Дистильована вода, концентрована сірчана або інші концентровані кислоти не проводять електричного струму. Проте, якщо в дистильовану воду додати трохи солі, то вона стає провідником електричного струму. Це пояснюється тим, що під дією розчинника (води) молекули розчиненої речовини

розпадаються на заряджені іони і виникають рухом заряди, потрібні для проходження електричного струму. Такий процес називають електролітичною дисоціацією. Внаслідок дисоціації в розчині утворюються позитивні (катіони) іони металів і водню та негативні (аніони) іони кислотних залишків і гідроксильні групи.

Процес дисоціації записують так:



У цьому запису стрілки, напрямлені вправо, відповідають дисоціації. Стрілки, напрямлені вліво, відповідають оберненому до дисоціації процесу - рекомбінації (або молізації); в ньому різнойменно заряджені іони, сполучаючись, утворюють нейтральні молекули.

Внаслідок процесів дисоціації і рекомбінації, які відбуваються одночасно, в розчині встановлюється рухома (динамічна) рівновага між дисоційованими і недисоційованими молекулами.

У стані динамічної рівноваги розчин характеризується ступенем дисоціації α – відношенням числа n'_0 молекул, які дисоціювали на іони, до загального числа n_0 молекул речовини:

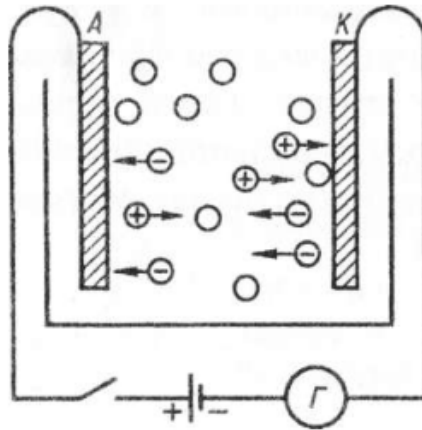
$$\alpha = n'_0/n_0.$$

Ступінь дисоціації залежить від діелектричної проникності розчинника.

Чим більше ϵ , тим менша сила взаємодії іонів, які утворюють молекулу, і тим легше, за законом Кулона, можуть бути розірвані внутрішньо-молекулярні зв'язки. Ступінь дисоціації залежить також від концентрації розчину і його температури. При підвищенні температури кінетична енергія молекул зростає, а це веде до збільшення ймовірності іонізації, зумовленої співударами молекул. Ступінь дисоціації характеризує кількість носіїв струму в рідині – іонів протилежних знаків.

Електроліз

Якщо зовнішнього електричного поля немає, то іони протилежних знаків і молекули, що не розпалися, які утворюють розчин, перебувають у стані хаотичного руху. Якщо в розчині створити електричне поле, рух іонів буде впорядкований. Електричне поле в електроліті можна створити, опустивши в нього електроди - провідники, з'єднані з джерелом струму.



Під дією електричного поля катіони рухаються до негативного електрода К (катода), а аніони - до позитивного електрода А (анода). Слід зазначити, що швидкість руху іонів невелика (наприклад, при $E = 10^2$ В/м швидкість іонів водню приблизно $3,3 \cdot 10^{-5}$ м/с). В електроліті виникає напрямлений рух електричних зарядів, тобто виникає електричний струм. Сумарний струм дорівнює відношенню заряду (обох знаків), що проходить через даний переріз розчину, до часу. Густина електричного струму в електроліті можна визначити за законом Ома:

$$j = E / \rho,$$

де ρ - питомий опір електроліту. Опір електролітів, як і опір провідників, можна обчислити за формулою

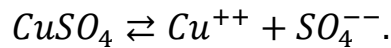
$$R = \rho \frac{l}{S}.$$

Питомий опір електроліту від підвищення температури зменшується, а питома електропровідність збільшується.

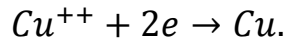
Проходження електричного струму через електроліт супроводиться явищем електролізу – виділенням на електродах речовин, що входять до складу електроліту. Струм в електролітах зв'язаний з перенесенням речовини, тому електроліти на відміну від металів називають провідниками другого роду.

2. Застосування електролізу в техніці

Явище електролізу широко використовують у техніці і промисловості. Електролізом добувають чисті речовини: залізо, марганець, хром, мідь, цинк, водень, хлор, фтор тощо. Під час добування, наприклад, чистої міді (рафінування міді) з розчину сульфату міді (мідного купоросу) спочатку відбувається дисоціація:



Потім під дією електричного поля катіони міді рухаються до катода і нейтралізуються на ньому, внаслідок чого утворюються атоми міді:



Широко використовують гальванотехніку, за допомогою якої металеві деталі і прилади покривають антикорозійними покриттями.

Поверхню металевих предметів, які легко окислюються, часто покривають металами, які важко окислюються: нікелем, сріблом, цинком тощо. Усі бачили, наприклад, нікельовані речі: самовари, чайники, ковзани, ножі, виделки тощо.

Електричний спосіб покриття предметів металами, які не окислюються, називають гальваностегією. Цей спосіб дуже дешевий, зручний і швидкий.

Предмет, який треба покрити, наприклад, шаром нікелю, старанно очищають від бруду і слідів жиру, після чого занурюють в електролітичну ванну. У ванну наливають аміачний розчин подвійної солі нікелю. За анод беруть кусок нікелю, а катодом є сам предмет. Пропускаючи деякий час струм, дістають потрібної товщини густий шар нікелю.

Для сріблення або золочення використовують розчини солей золота й срібла.

Електролітичне осадження металу на поверхню предмета для відтворення форми називають гальванопластикою. Гальванопластику винайшов у 1836 р. російський учений Б. С. Якобі. Відкриття Якобі швидко поширилось у промисловості.

Гальванопластику застосовують для виготовлення копій з барельєфів, статуй, кліше, випуску кредитних білетів та інших паперів тощо.

У поліграфічній промисловості гальванопластику використовують для виготовлення гальванопластичних копій із цинкографічних кліше та ін. Це дає можливість випускати ілюстровані видання великими тиражами.

Електрохімію використовують для синтезу органічних і неорганічних сполук і добування сплавів.

3 Перший закон Фарадея

Хімічні дії електричного струму вперше були відкриті в 1800 р., але тільки в 1833 р. М. Фарадей установив закони електролізу. Перший закон Фарадея формулюють так:

маса m речовини, яка виділяється на електроді, пропорційна електричному заряду Q , що пройшов через електроліт:

$$m = kQ,$$

або

$$m = kIt,$$

де $I = Q/t$ – сила постійного струму, що проходить через розчин за час t .

Коефіцієнт пропорційності k називають електрохімічним еквівалентом речовини. Він дорівнює відношенню маси речовини, яка виділилась на електроді під час електролізу, до заряду, що пройшов через електроліт. Фізичний зміст першого закону Фарадея можна зрозуміти, знаючи механізм іонної провідності й електролізу. Чим більша кількість електронів пройде через електроліт, тим більша кількість іонів підійде до електронів. Позитивні іони, стикаючись з катодом, одержують електрони, яких не вистачало, і осідають на катоді у вигляді нейтральних атомів. Негативні іони, стикаючись з анодом, віддають зайві електрони і осідають на аноді. Кожний іон, який осідає на електроді, переносить з собою деякий електричний заряд. Отже, повний заряд, який переноситься всіма іонами, точно пропорційний повній кількості іонів, що осіли на електродах, тобто масі речовини, яка виділяється.

4 Другий закон Фарадея

Другий закон Фарадея формулюють так: електрохімічний еквівалент речовини прямо пропорційний відношенню атомної (молекулярної) маси A до валентності n :

$$k = \frac{1}{F} \frac{A}{n}.$$

Відношення атомної (молекулярної) маси до валентності називають хімічним еквівалентом.

Електрохімічні еквіваленти речовин пропорційні їх хімічним еквівалентам.

Фізичний зміст сталої Фарадея F можна з'ясувати, якщо підставити значення k , яке визначаємо

$$m = \frac{1}{F} \frac{A}{n} Q.$$

Вираз називають об'єднаним законом електролізу Фарадея:

Стала Фарадея характеризує електричний заряд, який треба пропустити через розчин електроліту, щоб виділити на електроді масу будь-якої речовини, яка чиселено дорівнює хімічному еквіваленту.

5 Заряд одновалентного іона

Цей заряд переносять іони. Число іонів у масі речовини, яка чисельно дорівнює хімічному еквіваленту, становить N_A/n , де N_A стала Авогадро; отже,

$$F = Q_i \frac{Na}{n};$$

тут Q_i - заряд іона. Значення сталої Фарадея визначено експериментально:

$$F = 9,648 \cdot 10^4 \text{ Кл/моль.}$$

Можна визначити електричний заряд будь-якого іона:

$$Q_i = \pm \frac{nF}{Na}$$

Обчислимо заряд одновалентного ($n=1$) іона:

$$Q = \pm \frac{F}{Na} = \pm \frac{9,648 \cdot 10^4 \text{ Кл/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = \pm 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл.}$$

Оскільки одновалентний іон-це атом, який при дисоціації позбувся одного електрона (позитивний іон), або такий, що має один зайвий електрон (негативний іон), знайдене значення заряду одновалентного іона збіглося із значенням заряду e електрона.

Слід зауважити, що значення заряду електрона, визначене за законами електролізу, збігається із значеннями заряду електрона, визначеними іншими способами.

6. Перетворення хімічної енергії в електричну

Контактні різниці потенціалів виникають не тільки від стикання двох металів, а й на межах метал - електроліт і електроліт - електроліт.

Якщо металевий електрод занурено в розчин, то негативні іони електроліту, підходячи до поверхні металу, вкриватимуть позитивні іони з кристалічних ґрат. Водночас відбуватиметься й зворотний процес осідання іонів металу на електроді. Найсприятливішим для зворотного процесу буде випадок, коли катіони електроліту є іонами того самого металу, наприклад мідний електрод у розчині CuSO_4 .

Внаслідок переходу іонів металу в розчин метал заряджається негативно, а розчин - позитивно, тобто виникає електричне поле, яке напрямлене від розчину до металу і перешкоджає дальшому розчиненню металу. Якщо спочатку мав перевагу зворотний процес осадження іонів з розчину на електрод, то останній зарядиться позитивно.

В обох випадках різниця потенціалів, яка встановилася між металом і розчином, зрівнює швидкості розчинення і кристалізації електрода; цю

різницю потенціалів називають електролітичним потенціалом певного металу в певному розчині.

Якщо в той самий розчин занурити два електроди з різних металів, то між електродами встановиться різниця потенціалів, яка дорівнює різниці їх електролітичних потенціалів.

Отже, енергія хімічної взаємодії металу з електролітом перетворюється в енергію електричного поля.

Пристрої, які застосовують для безпосереднього перетворення енергії хімічної реакції в електричну енергію, називають *гальванічними елементами*.